Les ions sulfates SO_4^{2-}, cadmium Cd^{2+}, H_3O^+ oxonium, les molécules d'eau sont présents.

2- Le cadmium métal se dépose à la cathode négative, électrode sur laquelle les ions Cd^{2+} sont réduits $Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd(s)$

3- à l'anode positive les molécules d'eau sont oxydées en dioxygène :

$$H_2O \rightarrow \frac{1}{2}O_2 + 2H^+ + 2e^-$$

4- équation de la transformation : $Cd^{2+} + H_2O \rightarrow Cd + \frac{1}{2}O_2 + 2H^+$.

5- En solution les ions positifs Cd^{2+}, H_3O^+ se déplacent vers l'électrode négative, la cathode où ils peuvent éventuellement se réduire. Les ions négatifs SO_4^{2-}, se déplacent vers l'anode positive.

6- La quantité d'électricité Q est donnée par la relation :

$$Q = I\Delta t = nF \begin{cases} Q : \text{quantité d'électricité (coulomb)} \\ I : \text{intensité (A)} \\ \Delta t : \text{durée de fonctionnement} \\ n : \text{quantité d'électrons échangée (mol)} \\ F : \text{faraday, charge d'une mole d'électron} \end{cases}$$

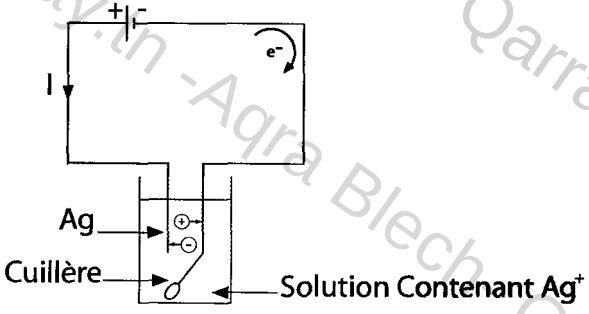
$I = 25\ kA = 2{,}5\ 10^4\ A$; $t = 12 \times 3600 = 43\ 200\ s$

Alors $Q = 2{,}5\ 10^4 \times 43\ 200 = 1{,}08\ 10^9\ C$.

5

1. L'électrolyse est une réaction imposée, due à la circulation du courant imposé par un générateur.

2.



3. a. A la cathode.

$$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$$

A la cathode

Qarray.tn -Aqra Blech- Qarray.tn